TP n°6

(TP-cours)

Introduction aux titrages

Dosage d'une solution d'acide fort et d'une solution de base forte

Déterminer la concentration d'une solution aqueuse en ses divers solutés est d'une importance capitale dans de nombreux domaines, tels que l'analyse médicale, le contrôle alimentaire, le suivi des réactions en situation industrielle…

Pour déterminer la concentration d'un soluté dans une solution, on réalise une opération appelée **dosage**.

Définition :

> Le but du **dosage** d'un constituant A dans une solution est de déterminer la concentration de la solution en A.

Il existe différentes méthodes pour réaliser un dosage : évaporation du solvant puis pesée du résidu, mesures directes (pH-métrie, conductimétrie, spectrophotométrie…)…
Ces méthodes peuvent présenter des inconvénients, soit parce que leur application est limitée à un nombre restreint de cas, soit parce que leur précision est médiocre.

La méthode universelle pour réaliser un dosage précis au laboratoire est le **titrage**.
Ce TP-cours a pour objet leur étude détaillée.

Support expérimental de ce TP-cours

Afin de travailler sur des exemples concrets, on va procéder au dosage de deux solutions commerciales :

une solution de détartrant pour WC, qui contient une concentration C_a en acide chlorhydrique	une solution de déboucheur de canalisation, qui contient une concentration C_b en soude (hydroxyde de sodium)

Le but de vos titrages est de déterminer avec la plus grande précision possible les concentrations C_a et C_b en acide chlorhydrique ou en hydroxyde de sodium respectivement. Vous pourrez ainsi vérifier les indications figurant sur la bouteille.

Remarque : Il est vrai que pour un déboucheur de WC, la détermination au % près de la concentration de la soude n'est pas absolument fondamentale ! Ces solutions sont choisies ici pour la simplicité de la réaction de titrage et conviennent donc très bien pour introduire tous les concepts sur les titrages. Vous attacherez donc une grande attention à la précision de votre dosage, dans un but de formation. La prochaine fois, nous doserons l'aspirine contenue dans un comprimé. Dans un laboratoire pharmaceutique, la recherche de précision est cruciale !

Dilution de la solution commerciale

En lisant les indications figurant sur les étiquettes, on constate que les produits WC à analyser sont nocifs et corrosifs.
Vous vous en seriez douté puisqu'il s'agit de solutions concentrées d'acide fort ou de base forte.

Pour des raisons de sécurité, mais aussi de précision (on souhaite pouvoir assimiler activités et concentrations des solutés), on doit tout d'abord **diluer** la solution commerciale.

- En utilisant la verrerie adaptée, diluer n **fois** la solution commerciale avec une grande précision.
  Les facteurs de dilution seront :
  - $n = 40$ pour le détartrant ;
  - $n = 100$ pour le déboucheur.
- Évaluer la précision de votre dilution à partir des indications fournies sur la verrerie.

N.B. On notera (S_a) et (S_b) les solutions obtenues après dilution, et $C_{0,a}$ et $C_{0,b}$ leurs concentrations respectives en acide chlorhydrique et en soude.

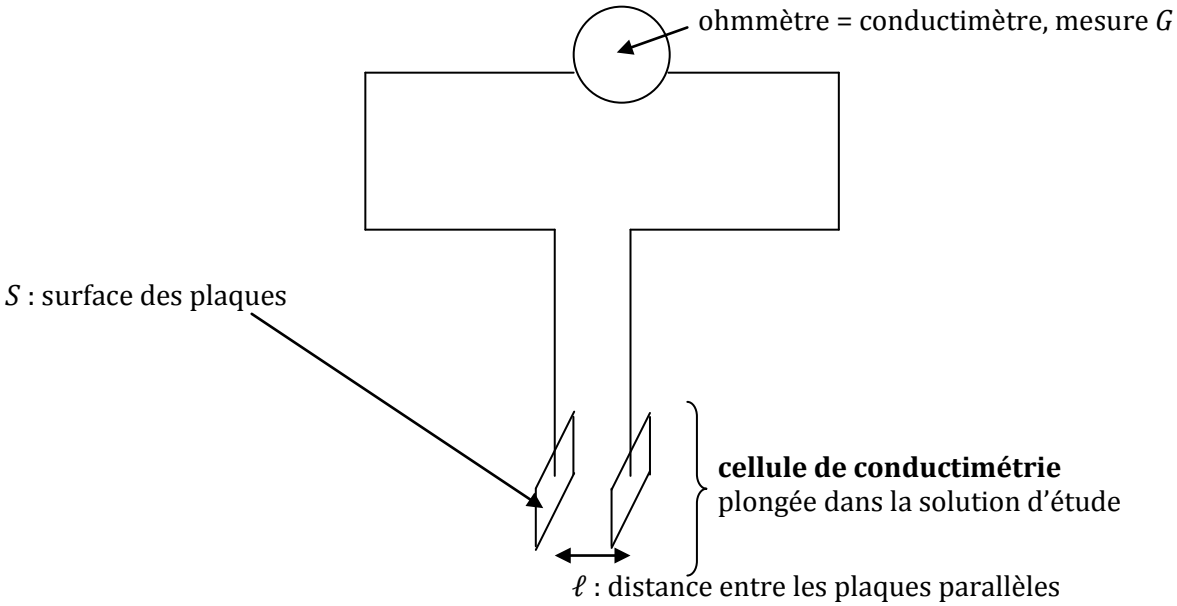
Remarque : Les produits WC que l'on étudie ici contiennent également des agents tensioactifs, qui ont des propriétés « moussantes ». On veillera au maximum à éviter la mousse lors de la dilution des solutions, car cela rend difficile l'ajustement au trait de jauge. Pour cela, on ajoutera l'eau distillée en la faisant couler doucement le long de la paroi de la fiole jaugée, et on agitera très délicatement en retournant lentement plusieurs fois la fiole bouchée.

A) Les méthodes de mesure

A.1 La conductimétrie

Les principes de la conductimétrie ont été exposés à l'occasion du cours de cinétique chimique. Ils doivent être parfaitement connus. On rappelle ici seulement la description et le mode d'emploi de la cellule de conductimétrie.

Tout d'abord, il faut bien se rappeler qu'un conductimètre est un ohmmètre, qui mesure la **conductance** $\boldsymbol{G = \frac{1}{R}}$ (en $\Omega^{-1} = \mathrm{S}$, siemens) de la **cellule**, c'est-à-dire de l'objet constitué par **deux plaques parallèles de surface $\boldsymbol{S}$ et distantes de $\boldsymbol{\ell}$, plongeant dans la solution aqueuse**.


ohmmètre = conductimètre, mesure G
S : surface des plaques
cellule de conductimétrie
plongée dans la solution d'étude
ℓ : distance entre les plaques parallèles

On peut montrer (voir cours de physique), que la conductance d'un tel objet parallélépipédique a pour expression $G = \sigma \times \frac{S}{\ell}$, où σ est la conductivité du milieu conducteur (ici la solution aqueuse).

Ici, à cause des effets de bord, la relation n'est qu'approximative, $G \approx \sigma \times \frac{S}{\ell}$, et de toutes façons S et ℓ ne sont pas connues avec précision. On utilisera donc la relation sous la forme :

$$\boxed{\sigma = G \times \mathcal{C}_{cel}}$$

… où $\mathcal{C}_{cel}$ (en m^{-1}), est appelée la **constante de cellule**.

La valeur de la constante de cellule est **propre à chaque cellul**e, car elle dépend de la dimension exacte des plaques et de leur état de surface. On la détermine par le processus d'étalonnage du conductimètre, à partir d'une solution de conductivité connue.

Une fois $\mathcal{C}_{cel}$ déterminée, l'appareil peut afficher directement la conductivité, en multipliant la conductance G mesurée par la valeur de $\mathcal{C}_{cel}$.

Mode d'emploi de la cellule de conductimétrie :

1. Retirer le capuchon rempli d'eau distillée de la cellule de conductimétrie (sert à maintenir l'hydratation du platine platiné quand la cellule n'est pas utilisée).
2. Rincer à l'eau distillée et sécher délicatement la cellule, **sans passer le papier entre les plaques pour ne pas frotter le platine platiné** (à renouveler à chaque fois que l'on passe la cellule d'une solution à une autre).
3. Si une mesure absolue de conductivité est nécessaire, **étalonner le conductimètre** : lire la conductivité de la solution étalon utilisée dans le tableau fourni à la température appropriée, introduire la cellule dans la solution étalon, régler la constante de cellule $\mathcal{C}_{cel}$ pour obtenir l'affichage de conductivité souhaité. Rincer et sécher la cellule.
4. Introduire la cellule dans le becher de mesure forme haute en faisant attention à ce que le barreau aimanté ne la heurte pas.
5. Après le dosage ou le suivi cinétique, rincer et sécher la cellule et replacer délicatement le capuchon.

- Étalonner le conductimètre.
- Introduire la cellule dans un becher forme haute contenant un peu de solution (S_a) et relever la conductivité.
- Comparer les résultats des différents binômes. Commenter.
- Peut-on utiliser la valeur de conductivité que l'on a mesurée pour en déduire la concentration $C_{0,a}$? Discuter.

A.2 La pH-*métrie*

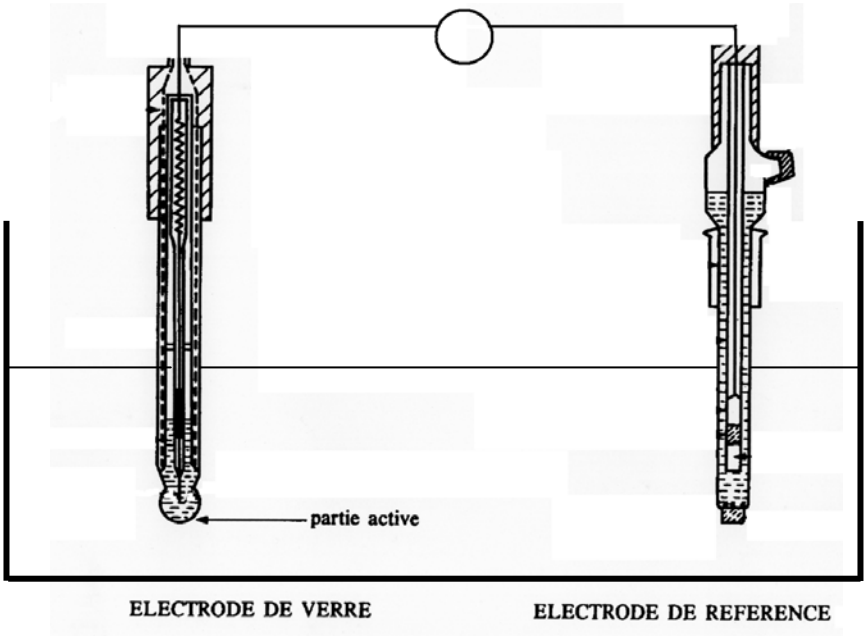
a) Principe de fonctionnement

Le pH-mètre est un **voltmètre** mesurant la différence de potentiel entre deux électrodes :

- une électrode de **référence** (en général l'électrode au calomel saturée, que l'on étudiera dans le TP-cours sur la potentiométrie) ;
- **l'électrode de verre**, qui est reconnaissable par son extrémité arrondie en verre, qui est la partie active de l'électrode.

*Remarque : Pour un usage plus pratique, il est fréquent que ces deux électrodes soient rapprochées et rassemblées en une « sonde » unique. Cela a en plus l'avantage de les protéger dans un manchon. On parle alors d'électrodes combinées. Il ne faut pas oublier que, même peu visibles, il y a bien toujours **deux** électrodes pour mesurer un pH.*

- Compléter le schéma suivant et expliquer le principe de la mesure :



b) Mode d'emploi du pH-mètre :

1. Retirer le capuchon rempli d'eau distillée de l'électrode de verre (sert à maintenir l'hydratation de la membrane de verre quand l'électrode n'est pas utilisée) et le capuchon rempli de solution saturée de KCl de l'ECS.
2. Rincer à l'eau distillée et sécher délicatement les électrodes (à renouveler à chaque fois que l'on passe les électrodes d'une solution à une autre).
3. Étalonner le pH-mètre, d'abord avec la solution tampon de pH $= 7{,}0$ (standardisation), puis avec la solution tampon de pH voisin de la zone autour de laquelle on souhaite avoir les mesures les plus précises.
4. Introduire les électrodes dans le becher de mesure forme haute en faisant attention à ce que le barreau aimanté ne les heurte pas, notamment l'électrode de verre, la plus fragile.
5. Après le dosage, rincer et sécher les électrodes et replacer délicatement les capuchons.

c) Mesure du pH de votre solution

- Étalonner le pH-mètre.
- Introduire les électrodes dans le becher contenant un peu de solution (S_a) et relever le pH.
- Calculer la concentration $C_{0,a}$ à partir de la mesure de pH.
- Comparer les résultats des différents binômes.
- Conclure sur la pertinence de votre détermination de C_0.

A.3 Conclusion

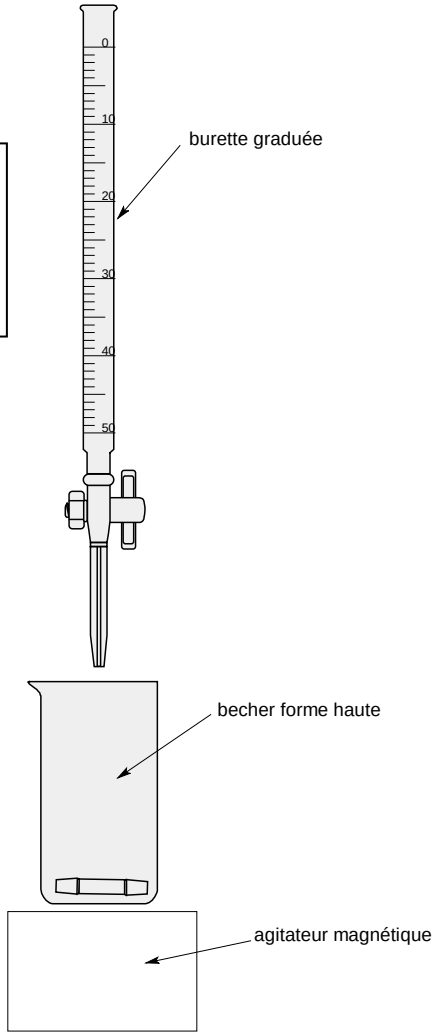
Une mesure de la conductivité avec un conductimètre n'est pas spécifique d'un ion particulier et une mesure du pH avec un pH-mètre donne des résultats trop imprécis pour déterminer la concentration d'une solution. D'autres méthodes, comme la spectrophotométrie, ne sont pas toujours disponibles.

C'est pourquoi on recourt en général au laboratoire à une méthode universelle très précise pour réaliser un dosage : le titrage.

B) Les titrages : définitions et mise en œuvre

B.1 Titrage direct par réaction unique

Le **titrage direct** d'un constituant A dans une solution est une méthode de dosage de A basée sur l'introduction d'une quantité connue d'un réactif B dans le but de le faire réagir avec A.



Mode opératoire commun à tous les titrages directs :

1. Au moyen d'une pipette jaugée munie d'une poire propipette, prélever **avec grande précision** un volume V_0 de solution à doser. Le placer dans un becher très propre, en général forme haute (s'il y a des électrodes ou la cellule de conductimétrie à introduire).
2. Introduire délicatement un barreau aimanté dans le becher.
3. En fonction de la méthode de détection de l'équivalence utilisée, placer les électrodes appropriées, ou la cellule de conductimétrie, ou quelques gouttes d'indicateur coloré.
4. Remplir la burette graduée de réactif titrant en la plaçant au-dessus d'un autre becher ; ajuster le zéro avec précision.
5. Procéder au dosage, **sous agitation permanente**, en ajoutant progressivement le réactif titrant (volume V variable).
6. Exploiter les mesures ou les observations pour déterminer une valeur approchée du volume à l'équivalence V_E.

La réaction chimique qui se produit lorsqu'on verse le réactif titrant dans la solution à doser s'appelle la **réaction support de titrage**, ou plus simplement la **réaction de titrage** ou la **réaction de dosage**.

Pour donner lieu à un titrage précis, la réaction de titrage est idéalement :

- **quasi-totale**, c'est-à-dire que sa constante d'équilibre est très grande devant 1 ($K > 10^4$ est un bon ordre d'idée en général) ;
- **quasi-instantanée**.

On appelle **équivalence** du dosage le point où le volume de réactif titrant versé est tel que les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage.

Soient A le constituant à doser, C_0 la concentration à déterminer et V_0 le volume prélevé.
Soient B le réactif titrant, C sa concentration.
Si la réaction de titrage s'écrit :

$$s_A\mathrm{A} + s_B\mathrm{B} \rightarrow \text{produits}$$

...alors le volume $V = V_E$ de réactif titrant versé à l'équivalence (ou **volume équivalent**) est tel que, par **définition** :

$$\boxed{\frac{C_0 V_0}{s_A} = \frac{C V_E}{s_B}}$$

Le titrage repose donc sur la détermination de V_E la plus précise possible, afin d'en déduire C_0 par $C_0 = \frac{s_A}{s_B} \times \frac{C V_E}{V_0}$.

Une telle détermination nécessite évidemment que la concentration du titrant C soit connue avec grande précision. L'idéal est de préparer les solutions titrantes juste avant utilisation, par dissolution d'un étalon primaire (solide très pur, stable dans l'air, anhydre et non hygroscopique, de masse molaire élevée...) ou, à défaut, en vérifiant C avant utilisation en réalisant un titrage du titrant lui-même, avec une solution d'étalon primaire...

Pour accéder à V_E, il existe différentes méthodes :

- l'utilisation d'un indicateur coloré, qui vire à la fin de la réaction de dosage ;
- la pH-métrie ;
- la conductimétrie ;
- la potentiométrie…

La potentiométrie sera étudiée à l'occasion d'un prochain TP-cours.
Les trois premières méthodes sont exploitées dans la partie suivante de ce TP-cours.

B.2 Autres titrages

- Dans le paragraphe précédent, on a considéré qu'une **unique** réaction support de titrage pouvait avoir lieu entre A et B. Mais dans de nombreuses situations, il peut se produire **plusieurs** réactions de titrage :
  - soit parce qu'il y a plusieurs réactifs A1, A2,... susceptibles de réagir avec B ;
  - soit parce que B peut également réagir avec des produits formés par la première réaction de titrage.

  Les réactions de titrage peuvent se produire successivement ou simultanément... nous apprendrons à reconnaître différentes situations dans une séance ultérieure.

- Dans certains cas, il n'existe pas de réactif B réagissant de manière satisfaisante avec A, ou bien on ne dispose pas de méthode efficace pour détecter l'équivalence. Dans ce cas, on peut procéder à d'autres types de titrage que le dosage direct :
  - on parle de **dosage inverse** lorsque la solution de concentration connue est dans le becher et la solution à doser est dans la burette ;
  - dans un **titrage indirect**, on ajoute d'abord un excès d'un réactif R qui a pour but de transformer intégralement le réactif à doser A en un produit A', puis c'est A' que l'on titre ;
  - dans un **dosage en retour**, A réagit d'abord quantitativement avec une quantité connue d'un réactif R en excès, puis c'est l'excès de R que l'on titre.

C) Réalisation des titrages

Dans cette partie, la notation C_0 pourra désigner $C_{0,a}$ lorsqu'il s'agit du titrage du détartrant ou bien $C_{0,b}$ lorsqu'on dose le déboucheur.

C.1 Préparation

Pour chaque titrage, on dosera un prélèvement de volume $V_0 = 50{,}0$ mL précisément mesuré (voir ANNEXE) de la solution diluée de détartrant ou de déboucheur, placé dans un becher forme haute.

La burette sera remplie de la solution titrante adaptée.

Pour chacune des deux solutions :

- Indiquer le réactif titrant utilisé et écrire la réaction support de titrage.
- Calculer sa constante d'équilibre, conclure.
- Établir la relation entre C_0 et le volume équivalent V_E.

C.2 Suivi conductimétrique

a) Titrage

Réaliser le titrage d'un volume $V_0 = 50{,}0$ mL par le réactif titrant de concentration $C = 0{,}100$ mol·L^{-1} en suivant le titrage par **conductimétrie**.
On introduira le réactif titrant millilitre par millilitre et on relèvera la conductivité après chaque ajout.

b) Exploitation

- Par bilan de matière de la réaction de dosage considérée comme totale, établir que le tracé de $\sigma \times (V_0 + V) = f(V)$ conduit à deux portions linéaires.
- Entrer votre tableau de valeurs (V_i, σ_i) dans Solwin. Tracer la courbe $\sigma \times (V_0 + V) = f(V)$ puis tracer les meilleurs droites avant et après l'équivalence et déterminer leur équation par régressions linéaires. Imprimer. Commenter l'alignement des points.
- Comparer les pentes des deux segments obtenus. Interpréter.
- Montrer que les deux segments se coupent théoriquement en $V = V_E$.
- Estimer V_E et son incertitude δV_E ; en déduire C_0 et son incertitude δC_0. Commenter.
- Montrer que l'étalonnage du conductimètre n'est pas nécessaire pour une telle détermination de V_E.

C.3 Suivi pH-métrique

a) Titrage

Réaliser le titrage d'un volume $V_0 = 50{,}0$ mL par le réactif titrant de concentration C en suivant le titrage par **pH-métrie**.
On introduira le réactif titrant millilitre par millilitre, sauf au voisinage de l'équivalence où on augmentera nettement le nombre de points, par exemple de 0,2 en 0,2 mL, et on relèvera le pH après chaque ajout.
Utiliser le résultat de la conductimétrie pour savoir à partir de quel volume il faut resserrer les mesures (sinon, on réalise un premier dosage « rapide » pour repérer le saut de pH).

b) Exploitation classique, méthode de la dérivée

- Entrer votre tableau de valeurs (V_i, pH_i) dans Solwin. Tracer la courbe $\mathrm{pH} = f(V)$ sur l'écran. Afficher la courbe dérivée et déterminer précisément V_E avec la fonction point mobile. Imprimer. Rectifier le lissage **à la main**.
- En déduire C_0. Estimer l'incertitude expérimentale δV_E et en déduire δC_0. Commenter.
- Expliquer l'allure de la courbe : indiquer à quoi correspondent les différentes portions ; préciser à quoi est équivalente la solution aux points $V = 0$, $V = \frac{V_E}{2}$, $V = V_E$ et $V = \frac{3}{2}V_E$. Montrer que $\mathrm{pH} = 7{,}0$ à l'équivalence (point théorique).

On retiendra ce résultat fondamental :

Lors du dosage d'un acide fort par une base forte, ou d'une base forte par un acide fort, le pH à l'équivalence est de 7,0.

c) Exploitation par la méthode de Gran

La détermination de l'équivalence avec précision par la méthode de la dérivée est tributaire de la prise d'un grand nombre de points au voisinage de l'équivalence. De plus, seuls ces points sont utilisés.
La méthode de Gran est une méthode de linéarisation qui permet d'utiliser tous les points pH $= f(V)$ et d'obtenir un bon résultat pour V_E même si on n'a pas beaucoup de points au voisinage de V_E.

- Déduire du bilan de matière de la réaction de dosage de l'acide fort que $h(V_0 + V) = C_0V_0 - CV$ avant l'équivalence et que $\omega(V_0 + V) = CV - C_0V_0$ après l'équivalence.
  Pour le dosage de la base forte, la relation est $\omega(V_0 + V) = C_0V_0 - CV$ avant l'équivalence et $h(V_0 + V) = CV - C_0V_0$ après l'équivalence.
- Tracer à l'ordinateur les courbes $10^{-\text{pH}} \times (V_0 + V) = f(V)$ et $10^{\text{pH}-14} \times (V_0 + V) = f(V)$; déterminer l'équation des droites de Gran par régression linéaire. Imprimer.
- Montrer que ces droites coupent l'axe des abscisses en $V = V_E$.
- En déduire C_0. Estimer l'incertitude expérimentale δV_E et en déduire δC_0. Commenter.

C.4 Utilisation d'un indicateur coloré

a) Choix de l'indicateur

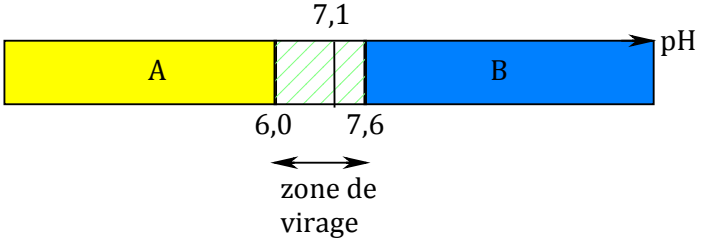
Les indicateurs colorés sont des molécules organiques dont les formes acide A et basique B diffèrent par leur couleur.
Chaque indicateur est caractérisé par :

- le pK_a du couple A/B ;
- les couleurs des formes acide et basique ;
- la zone de virage.

Les données concernant les indicateurs acido-basiques les plus courants sont rassemblées dans le tableau suivant :

Nom	Couleur de la forme acide – basique	pH zone de virage	pK_a
Héliantine	rouge – jaune orangé	3,1 – 4,4	3,7
Rouge de méthyle	rouge – jaune	4,2 – 6,2	5,1
Bleu de bromothymol	jaune – bleu	6,0 – 7,6	7,1
Phénolphtaléine	incolore – rose	8,0 – 9,9	9,6

Diagramme de prédominance du bleu de bromothymol



La zone de virage est la zone de pH où coexistent les formes acide et basique dans des concentrations du même ordre de grandeur, donc présentant une couleur intermédiaire.
Elle est environ située entre p$K_a - 1$ et p$K_a + 1$, son positionnement plus précis dépend de l'intensité relative des couleurs de A et de B.

Pour être utilisable dans la détection de l'équivalence, un indicateur coloré doit virer de préférence à une goutte près de titrant lorsqu'on franchit V_E.
Pour cela, la zone de virage doit contenir le pH à l'équivalence et le saut de pH doit être très net à l'équivalence pour que la zone de virage soit franchie d'une goutte.

En plaçant la zone de virage sur votre courbe pH $= f(V)$, déterminer l'indicateur coloré à choisir lors de votre titrage.

Notons que l'indicateur coloré doit être en faible quantité par rapport au réactif à doser, car une partie du titrant sert à doser l'indicateur. Par exemple, si le titrant est la soude, le dosage de l'indicateur est $A + HO^- \rightleftarrows B + H_2O$, ce qui consomme du titrant…
Cependant, la perception nette de la couleur impose que la concentration de l'indicateur ne doit pas non plus être trop faible… en général, on introduit trois à quatre gouttes d'indicateur coloré pour 100 mL de solution, ce qui, pour des concentrations usuelles, ne doit pas entraîner d'incertitude supérieure à 1%.

b) Titrage

Prélever un volume $V_0 = 50{,}0$ mL de solution à doser et y introduire quelques gouttes de l'indicateur coloré approprié.
Introduire le réactif titrant rapidement en s'arrêtant environ 1 mL avant l'équivalence. Ajouter alors goutte à goutte jusqu'au virage de l'indicateur… à la goutte près si possible !
Utiliser le résultat de la conductimétrie ou de la pH-métrie pour savoir à partir de quel volume on approche de l'équivalence (sinon, on réalise un premier dosage « rapide », millilitre par millilitre, pour encadrer le virage de l'indicateur).

C.5 Comparaison des méthodes, conclusions

Rassembler les résultats obtenus par les différentes méthodes : valeur de C_0, incertitude associée, et donner les avantages et inconvénients de ces méthodes.

Conclure sur la valeur de C_0 que vous pouvez tirer de vos titrages.

En déduire la concentration de l'acide fort ou de la base forte dans le détartrant ou le déboucheur commercial et comparer avec les indications fournies sur la bouteille.

ANNEXE 1 : Mesurer des volumes avec précision

1) Volume **contenu** (In) : **la fiole jaugée**

- On introduit la quantité exacte de solide pesé ou de solution à diluer avec une pipette jaugée (dans ce dernier cas, la pointe de la pipette doit être au contact de la fiole inclinée à 45°).
- On remplit ensuite la fiole presque au trait de jauge avec le solvant de dilution et on homogénéise la solution en retournant et en agitant la fiole bouchée, puis on attend que le drainage du liquide le long du col soit complet.
- On peut alors procéder à la **mise au trait** en ajoutant le solvant goutte à goutte, en prenant soin d'homogénéiser comme précédemment à chaque nouvel ajout. Le bas du ménisque doit coïncider avec le trait de jauge. L'œil est face à la graduation pendant la lecture pour éviter l'erreur de parallaxe.

La précision est en général indiquée sur la fiole.
À titre d'information, voici la précision de quelques fioles jaugées de précision de classe A :

Capacité (mL)	Tolérances (mL)
5	±0,02
25	±0,04
50	±0,05
100	±0,08
200	±0,15
250	±0,15

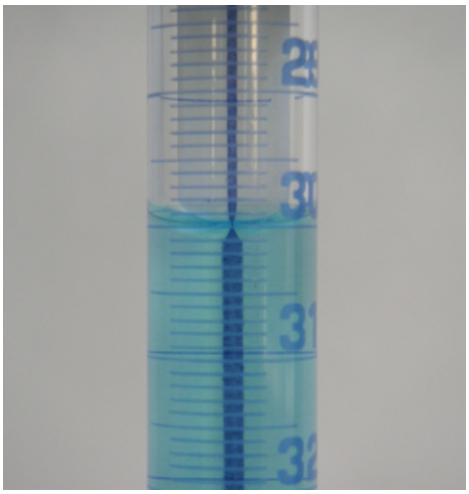
2) Volume **délivré** (Ex) : la **pipette jaugée** et la **burette graduée**

a) la pipette jaugée

- Pour l'aspiration, on utilise une propipette que l'on enfonce de 1 à 2 cm avec un mouvement de rotation.
- On évite de prélever directement à la bouteille pour ne pas souiller son contenu. On utilise un becher de prélèvement que l'on peut au préalable rincer avec la solution à prélever (on peut aussi rincer la pipette avec un peu de solution à prélever). Il faut vérifier l'absence de bulles dans le liquide ou de mousse à sa surface qui fausserait la lecture de volume.
- Pour faire l'ajustement au trait de jauge supérieur, on commence par aspirer un excès de liquide (on dépasse le trait de jauge) puis on vide lentement l'excès. Il faut maintenir la pipette verticale hors de la solution, en contact avec le becher incliné à 45°. Cette manière de procéder (« à la descente ») est la plus précise. Le bas du ménisque doit coïncider avec le trait de jauge. Pour éviter l'erreur de parallaxe, on effectue la lecture en maintenant le trait de jauge face à l'œil.
- Pour vider la pipette, on maintient la pipette verticale et en contact avec le récipient, incliné à 45°. Ceci permet d'éviter qu'une goutte de liquide ne soit retenue par capillarité à l'extérieur de la pointe de la pipette. On vide la pipette jusqu'à ce que le bas du ménisque atteigne le deuxième trait de jauge. Dans le cas d'une pipette jaugée à un trait, on laisse le liquide s'écouler jusqu'à la pointe puis on attend quelques secondes, pour laisser le temps au drainage le long des parois d'avoir lieu. Ce temps d'attente est caractéristique de la pipette est alors indiqué sur son corps. Il reste toujours un petit volume de liquide retenu à l'intérieur de la pointe. Il a été pris en compte lors du jaugeage, il ne faut pas l'expulser.

b) la burette graduée

- On commence par fixer la burette sur un support adapté qui permet de la maintenir parfaitement verticale.
- Après avoir rincé la burette avec la solution, on la remplit en dépassant la graduation supérieure. Puis on ajuste le zéro en ouvrant le robinet. Lorsque la burette se vide, il y a toujours un petit volume de liquide qui adhère à sa paroi. Il faut attendre que ce volume s'écoule et rejoigne le niveau haut du liquide avant toute lecture sous peine de surévaluer le volume versé. Un « temps d'attente » caractéristique de la burette est indiqué sur le corps. C'est seulement à l'issue de ce temps que la mesure peut être effectuée.
- On effectue la lecture de volume au bas du ménisque en maintenant l'œil face à la graduation pour éviter l'erreur de parallaxe. Certaines burettes sont équipées d'une bande photophore, la lecture est alors plus précise. En effet, à l'interface air-liquide, la bande devient plus étroite et semble former une pointe. La lecture se fait au point de contact des deux pointes.
- On verse ensuite le volume désiré de solution titrante en procédant par petites fractions pour laisser le temps au drainage le long de la paroi d'avoir lieu. Le volume versé est lu en suivant la même procédure que lors de l'ajustement du zéro. Une manipulation soigneuse du robinet permet de verser la solution goutte à goutte.



Si une bulle d'air est présente dans l'embout lors du remplissage, on doit l'en supprimer sous peine de fausser la mesure. Pour cela on actionne rapidement le robinet, les petits volumes de solution délivrés par à-coups s'accompagnent d'un déplacement de la bulle qui peut ainsi être éliminée.

La précision est en général indiquée sur la verrerie.

À titre d'exemple, voici la précision de quelques pipettes et burettes de classe A :

pipettes jaugées

Capacité (mL)	Tolérances (mL)
1	±0,010
2	±0,015
5	±0,020
10	±0,030
20	±0,045
25	±0,045
50	±0,075
100	±0,12

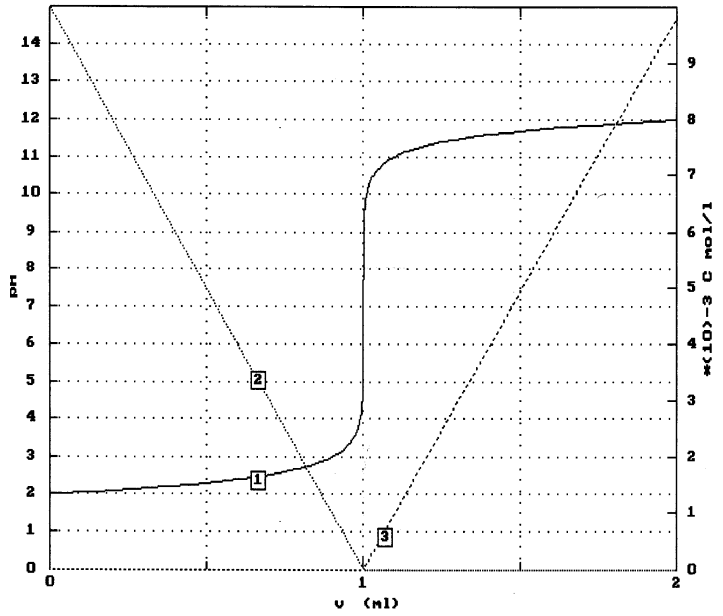
burettes graduées

Capacité (mL)	Tolérances (mL)
5	±0,01
10	±0,02
25	±0,03
50	±0,05
100	±0,20

ANNEXE 2 : Simulations de titrages d'acides forts ou de bases fortes

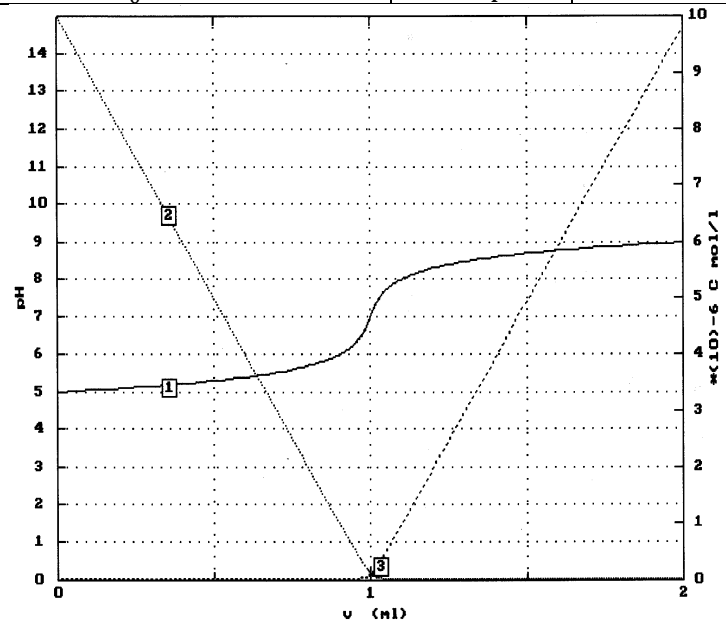
Titrage d'un acide fort par une base forte

Exemple 1 : concentration usuelle		
$V_0 = 100$ mL d'acide fort $C_0 = 10^{-2}$ mol·L^{-1}	titré par	base forte $C = 1$ mol·L^{-1}



Légende :
1 : pH $= f(V)$; 2 : $[H_3O^+]$; 3 : $[HO^-]$

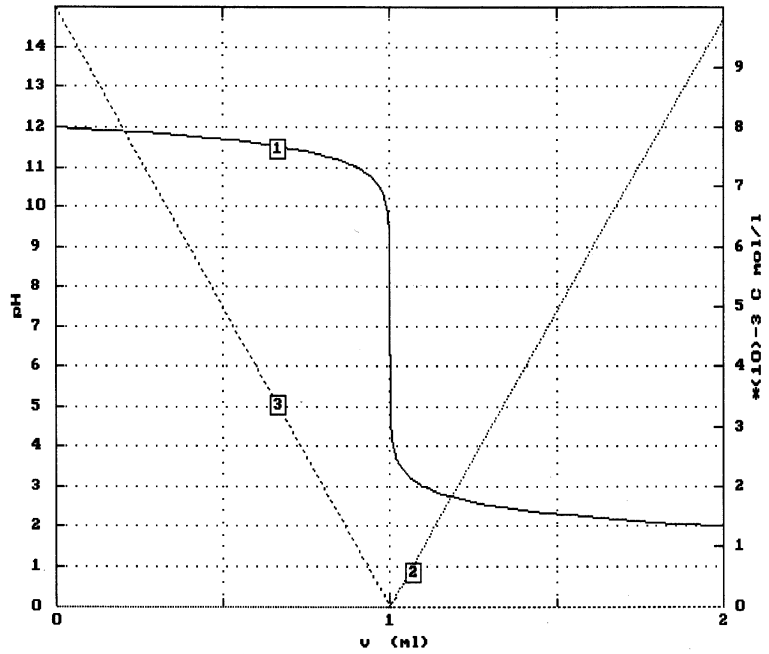
Exemple 2 : faible concentration		
$V_0 = 100$ mL d'acide fort $C_0 = 10^{-5}$ mol·L^{-1}	titré par	base forte $C = 10^{-3}$ mol·L^{-1}



Légende :
1 : pH $= f(V)$; 2 : $[H_3O^+]$; 3 : $[HO^-]$

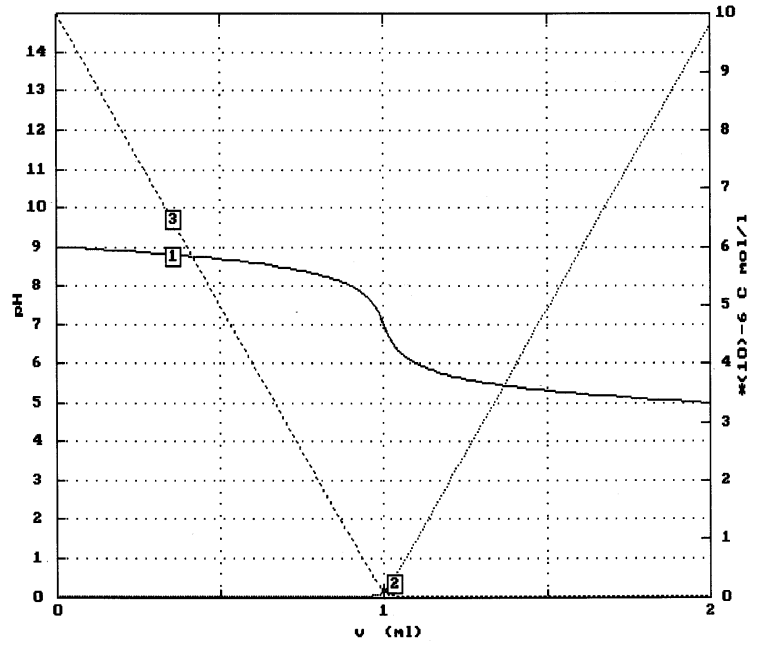
Titrage d'une base forte par un acide fort

Exemple 1 : concentration usuelle		
$V_0 = 100$ mL de base forte $C_0 = 10^{-2}$ mol·L^{-1}	titré par	acide fort $C = 1$ mol·L^{-1}



Légende :
1 : pH $= f(V)$; 2 : $[H_3O^+]$; 3 : $[HO^-]$

Exemple 2 : faible concentration		
$V_0 = 100$ mL de base forte $C_0 = 10^{-5}$ mol·L^{-1}	titré par	acide fort $C = 10^{-3}$ mol·L^{-1}



Légende :
1 : pH $= f(V)$; 2 : $[H_3O^+]$; 3 : $[HO^-]$